نماد ⇌، در واکنش‌های تعادلی به کار می‌رود.

نمونه‌ای از سامانه‌های تعادلی، محلول اسیدهای ضعیف در آب است. در این محلول‌ها به دلیل یونش ناچیز اسیدهای ضعیف، میان اندک یون‌های حاصل از یونش و مولکول‌های یونیده نشده، تعادل برقرار می‌شود. برای نمونه در محلول هیدروفلوئوریک اسید تعادل زیر برقرار است.

$$HF(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + F^-(aq)$$

برای این سامانه نیز در دمای ثابت همانند دیگر سامانه‌های تعادلی، واکنش‌های رفت و برگشت پیوسته در حال انجام هستند به‌طوری که در هر گسترهٔ زمانی معین، شمار مولکول‌های HF که یونیده می‌شوند با شمار مولکول‌های HF که از پیوستن یون‌های F^- و H^+ به یکدیگر پدید می‌آیند، برابر است. این رفتار سامانه تعادلی نشان می‌دهد که سرعت تولید هرگونه با سرعت مصرف آن برابر است، رفتاری که سبب می‌شود غلظت تعادلی همه گونه‌های موجود در سامانه ثابت بماند. افزون بر این توصیف کیفی، سامانه‌های تعادلی را از دیدگاه کمّی نیز می‌توان بررسی کرد به‌طوری که این سامانه‌ها با کمیتی به نام **ثابت تعادل**[1] توصیف می‌شوند و در آن تنها غلظت تعادلی گونه‌های شرکت کننده در واکنش آورده می‌شود. مقدار این کمیت در دمای ثابت برای هر تعادل ثابت است.

درباره دیگر تعادل‌های شیمیایی، عبارت ثابت تعادل و عوامل مؤثر بر جابه‌جایی تعادل‌ها در فصل ۴ بیشتر خواهید آموخت.

پ) توضیح دهید آیا نتیجه‌گیری زیر درست است؟

«K برای یک واکنش تعادلی در دمای معین، مقداری ثابت است.»

ت) آیا ثابت تعادل در دمای ثابت به مقدار آغازی واکنش‌دهنده‌ها بستگی دارد؟ توضیح دهید.

1- Equilibrium Constant

۲- اگر غلظت تعادلی یون هیدرونیوم در محلول استیک اسید در دمای معین برابر با 6×10^{-4} mol L^{-1} باشد:

آ) غلظت تعادلی یون استات (CH_3COO^-) را تعیین کنید.

ب) اگر غلظت تعادلی استیک اسید در این محلول برابر با ۰/۰۲ مولار باشد، ثابت تعادل را در این دما حساب کنید.

آموختید که برای هر واکنش تعادلی، یک ثابت تعادل وجود دارد که ویژه همان واکنش بوده و فقط تابع دما است. ثابت تعادل برای اسیدها به **ثابت یونش اسید**[1] معروف است. کمیتی که با K_a نشان داده می‌شود. ثابت یونش یک اسید، نسبت حاصل‌ضرب غلظت تعادلی یون‌های موجود در محلول را به غلظت تعادلی آن اسید نشان می‌دهد. به دیگر سخن ثابت یونش، بیانی از میزان پیشرفت فرایند یونش تا رسیدن به تعادل است، به طوری که هر چه ثابت یونش اسیدی در دمای معین بزرگ‌تر باشد، آن اسید بیشتر یونیده شده و غلظت یون‌های موجود در محلول آن بیشتر است. در واقع در دمای معین هر چه ثابت یونش اسیدی بزرگ‌تر باشد، آن اسید قوی‌تر است. جدول زیر ثابت یونش برخی اسیدها را در دمای اتاق نشان می‌دهد.

جدول ۱- ثابت یونش برخی اسیدها در دمای اتاق

shimicity.ir

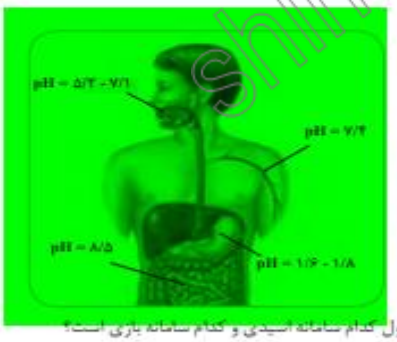
نام اسید	فرمول شیمیایی	ثابت یونش (K_a)	معادله یونش در آب
هیدرویدیک اسید	HI	بسیار بزرگ	$HI(aq) \rightarrow H^+(aq) + I^-(aq)$
هیدروبرمیک اسید	HBr	بسیار بزرگ	$HBr(aq) \rightarrow H^+(aq) + Br^-(aq)$
هیدروکلریک اسید	HCl	بسیار بزرگ	$HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$
سولفوریک اسید	H_2SO_4	بسیار بزرگ	$H_2SO_4(aq) \rightarrow H^+(aq) + HSO_4^-(aq)$
نیتریک اسید	HNO_3	بزرگ	$HNO_3(aq) \rightarrow H^+(aq) + NO_3^-(aq)$
نیترو اسید	HNO_2	$۴/۵ \times ۱۰^{-۴}$	$HNO_2(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + NO_2^-(aq)$
فورمیک اسید	$HCOOH$	$۱/۸ \times ۱۰^{-۴}$	$HCOOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCOO^-(aq)$
استیک اسید	CH_3COOH	$۱/۸ \times ۱۰^{-۵}$	$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$
هیدروسیانیک اسید	HCN	$۴/۹ \times ۱۰^{-۱۰}$	$HCN(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CN^-(aq)$

(ب)

۲ـ باران اسیدی حاوی نیتریک اسید و سولفوریک اسید است در حالی که باران معمولی حاوی کربنیک‌اسید است. با مراجعه به جدول توضیح دهید در کدام باران غلظت یون هیدرونیوم بیشتر است؟ چرا؟ ثابت یونش کربنیک اسید را $۴/۵ \times ۱۰^{-۷}$ در نظر بگیرید.

pH، مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی بودن

با کاغذ pH و تغییر رنگ آن در محلول‌های اسیدی و بازی آشنا هستید. این تغییر رنگ معیاری برای تشخیص اسیدی یا بازی بودن محلول‌ها است. افزون بر این، رنگی که این کاغذ درون یک محلول به خود می‌گیرد، نشان‌دهنده pH تقریبی آن محلول است. pH برخی سامانه‌ها در شکل ۸ نشان داده شده است.



شکل ۸ ـ pH محلول موجود در چند سامانه. محلول کدام سامانه اسیدی و کدام سامانه بازی است؟

آیا می‌دانید چه رابطه‌ای بین pH و غلظت یون هیدرونیوم موجود در محلول برقرار است؟ برای نمونه برای محلولی با $pH = ۳/۷$ غلظت یون هیدرونیوم چقدر است؟ چگونه باید آن را حساب کرد؟

پیوند با ریاضی

در درس ریاضی با لگاریتم آشنا شدید. تابعی که به‌صورت زیر بیان می‌شود:

$\log_a^x = \log x$

shimicity.ir

$\log_a x = b \leftrightarrow x = a^b$

$\log ab = \log a + \log b$ ، $\log \frac{a}{b} = \log a - \log b$ ، $\log a^n = n \log a$

۱ـ آ) با توجه به رابطه بالا، جاهای خالی زیر را پر کنید.

$\log ۲ = ۰/۳۰ \rightarrow ۲ = ۱۰^{\dots}$

$\log \dots = ۰/۴۸ \rightarrow ۳ = ۱۰^{\dots}$

$\log ۷ = \dots \rightarrow \dots = \dots$

ب) با استفاده از لگاریتم‌های بالا، بنویسید در هر مورد زیر به جای ؟ چه عددی باید قرار گیرد؟

$\log ۲۱ = ?$

$\log ۸ = ?$

$\log ? = ۱/۷۵$

۲ـ شیمی‌دان‌ها کمیت pH را با تابع لگاریتم به صورت زیر بیان می‌کنند.

$pH = -\log [H^+]$

با توجه به این رابطه، جدول زیر را کامل کنید.

خاصیت محلول	pH	$[H^+]$
.....	.....	۳×۱۰^{-۹}
.....	۴	.....
.....	.....	$۱/۸ \times ۱۰^{-۲}$

۳ـ دانش آموزی مطابق روند زیر غلظت یون هیدرونیوم را برای شیر ترش شده با $pH = ۲/۷$ به درستی حساب کرده است. در این روند هر یک از جاهای خالی را با عدد مناسب پر کنید.

$pH = -\log[H^+] \rightarrow [H^+] = ۱۰^{\dots} \xrightarrow{pH=۲/۷} [H^+] = ۱۰^{-\dots} = ۱۰^{\dots} \times ۱۰^{-۳} = \dots$

۴ـ جدول زیر را کامل کنید.

خاصیت محلول	pH	$[H^+]$
.....	۲/۱۵	.....

آیا می‌دانید

روش بسیار دقیقی برای اندازه‌گیری غلظت یون هیدرونیوم موجود در یک محلول وجود دارد که به کمک pHسنج‌های دیجیتال انجام می‌گیرد. این pHسنج‌ها با تقویت ولتاژ کوچکی که با وارد کردن الکترود دستگاه درون محلول ایجاد می‌شود و نمایش نتیجه روی صفحهٔ نمایشگر، مقدار pH آن محلول را مشخص می‌کند.

شیر ترش شده، خاصیت اسیدی داشته و $pH < ۷$ دارد.

اینک می‌پذیرید که برای پرهیز از بیان غلظت‌های کم و بسیار کم یون هیدرونیوم می‌توان از کمیت pH استفاده کرد زیرا اعدادی به مراتب ساده‌تر و قابل فهم‌تر ارائه می‌دهد. این کمیت برای محلول‌های آبی در دمای اتاق با اعدادی در گستره ۰ تا ۱۴ بیان می‌شود (نمودار ۲).

نمودار ۲ـ گستره تغییر pH برای محلول‌های آبی در دمای اتاق

به نظر شما چرا گستره تغییر pH در محلول‌های آبی و در دمای اتاق از ۰ تا ۱۴ است؟ یافته‌های تجربی نشان می‌دهد که آب و همه محلول‌های آبی، محلولی یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید هستند. اما کاغذ pH در برخی محلول‌ها و آب خالص تغییر رنگ نمی‌دهد، رفتاری که تأیید می‌کند که غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید در این سامانه‌ها با یکدیگر برابر است ($[H^+] = [OH^-]$). به همین دلیل چنین سامانه‌هایی، خنثی هستند.

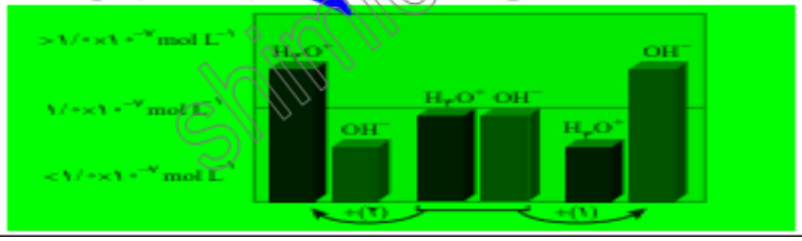
با هم بیندیشیم

۱ـ آزمایش‌های دقیق نشان می‌دهند که آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد. این ویژگی بیانگر وجود مقدار بسیار کمی از یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید است. در واقع در یک نمونه از آب خالص شمار بسیار ناچیزی از مولکول‌های H_2O به یون‌های $H^+(aq)$ و

آ) غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید را در دمای اتاق برای آب خالص حساب کنید.

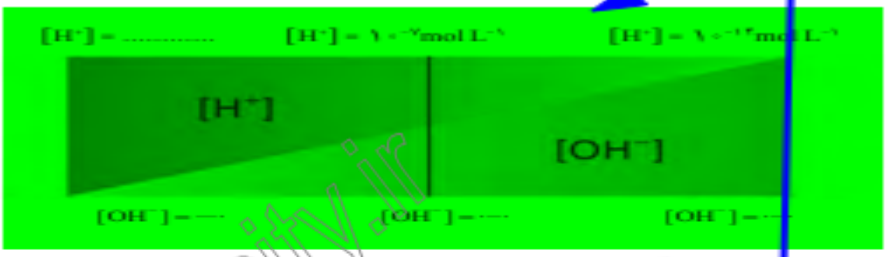
ب) pH آب خالص و **محلول‌های خنثی**[۱] را در دمای $۲۵\ ^\circ C$ حساب کنید.

۲ـ شکل زیر تغییر غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید را هنگام افزودن هر یک از مواد ۱ و ۲ به آب خالص نشان می‌دهد. با توجه به آن به پرسش‌ها پاسخ دهید.

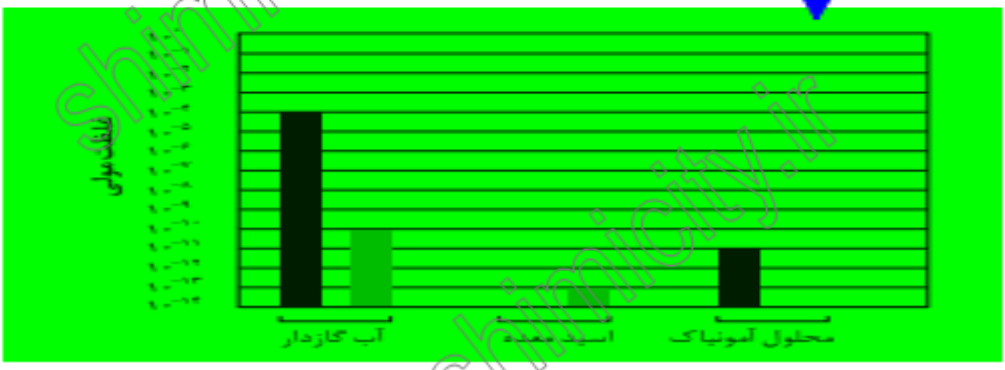


shimicity.ir

محلول‌های آبی و دمای اتاق، الگوی زیر را طراحی کرده‌اند. جاهای خالی را پر کنید و اساس کار آنها را توضیح دهید.



۴ـ در نمودار زیر برای محلول آمونیاک، ستون نشان‌دهنده غلظت یون هیدروکسید و برای اسید معده، ستون نشان‌دهنده غلظت یون هیدرونیوم را رسم کنید.



آب گازدار اسید معده محلول آمونیاک

.....

پی برده‌اید که هر اندازه غلظت یکی از یون‌های هیدرونیوم یا هیدروکسید در محلولی بیشتر شود به همان نسبت از دیگری کاسته خواهد شد، تا حاصل‌ضرب غلظت این یون‌ها در دمای اتاق برابر با 10^{-14} شود. با این توصیف برای محلول ۰/۱ mol L^{-1} HCl می‌توان نوشت:

$$[HCl] = 0/1\ mol L^{-1} \rightarrow [H^+] = 0/1\ mol L^{-1} \rightarrow [OH^-] = 10^{-13}\ mol L^{-1}$$

بازها محلول‌هایی با $7 < pH \leq 14$

بازهای معروفی مانند سود سوزآور (NaOH) و پتاس سوزآور (KOH) بسیار قوی هستند به‌طوری که موادی خورنده به‌شمار می‌روند. در محلول آبی این مواد $[H^+] < [OH^-]$ و pH محلول آنها در دمای اتاق در گستره ۷ تا ۱۴ خواهد بود. بدیهی است که هر چه غلظت یون هیدروکسید در محلول آنها بیشتر باشد، pH بزرگ‌تر و به ۱۴ نزدیک‌تر است. برای نمونه pH محلول مولار سدیم هیدروکسید برابر با ۱۴ است (چرا؟).

بازها کاربردهای گسترده‌ای در زندگی روزانه دارند که از جمله آنها می‌توان به شیشه پاک کن و لوله بازکن اشاره کرد (شکل ۹).

شکل ۹ ـ pH دو نمونه محلول‌بازی در دما و غلظت یکسان، آ) آمونیاک و ب) سدیم هیدروکسید

آمونیاک از جمله **بازهای ضعیف**[۱] است. به طوری که در محلول آن افزون بر مقدار کمی از یون‌های آب پوشیده، شمار بسیاری از مولکول‌های آمونیاک نیز یافت می‌شود (شکل ۱۰).

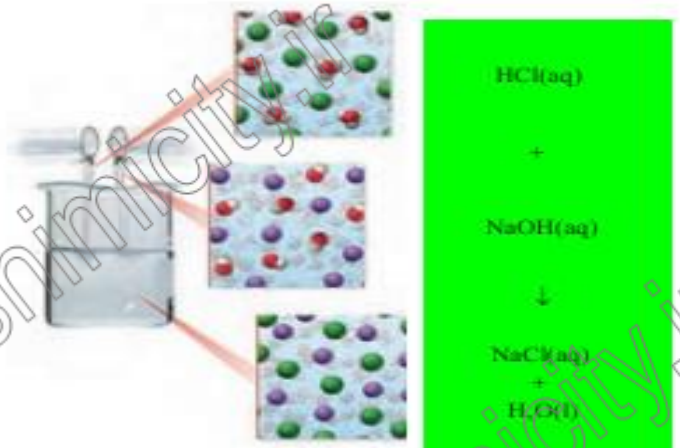
■ بازها نیز همانند اسیدها ثابت یونش دارند که آن را با K_b نمایش می‌دهند. بدیهی است در دمای معین هر چه K_b بزرگ‌تر باشد، آن باز قوی‌تر است.

آیا می‌دانید

بازهای آلی مانند آمین‌ها، اندکی در آب پوشیده می‌شوند از جمله بازهای ضعیف به‌شمار می‌آیند.

آیا می‌دانید

shimicity.ir



شکل ۱۱ـ تصویری دره‌ای از یک واکنش اسید ـ باز

اگر با دقت این معادله شیمیایی را بررسی کنید در می‌یابید که یون‌های هیدرونیوم در واکنش با یون‌های هیدروکسید به مولکول‌های آب تبدیل می‌شوند در حالی که یون‌های $Cl^-(aq)$ و $Na^+(aq)$ دست نخورده باقی می‌مانند. به همین دلیل می‌توان معادله واکنش میان اسید و بازهایی از این دست را به‌صورت زیر نمایش داد. معادله‌ای که نشان‌دهنده **واکنش خنثی شدن**[1] اسید و باز است.

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$$

این واکنش مبنایی برای کاربرد شوینده‌ها و پاک‌کننده‌هاست. برای نمونه فرض کنید که مسیر لوله‌ای با مخلوطی از اسیدهای چرب مسدود شده است، برای باز کردن این لوله باید

۱ـ Neutralization Reaction

از محلول غلیظ سدیم هیدروکسید استفاده کرد. معادله واکنش‌هایی که انجام می‌شود را می‌توان به شکل کلی زیر نمایش داد.

$$RCOOH(s) + NaOH(aq) \rightarrow RCOONa(aq) + H_2O(l)$$

shimicity.ir